

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лужанин Владимир Геннадьевич
Должность: исполняющий обязанности ректора
Дата подписания: 10.02.2022 10:46:37
Уникальный программный ключ:
4f6042f92f26818253a667205646475b99307acc

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Пермская государственная фармацевтическая академия»
Министерства здравоохранения Российской Федерации**

Общей и органической химии
(наименование кафедры)

УТВЕРЖДЕНА

решением кафедры _____

« 11 » июня 2018г., протокол № 11

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ОП.8 Общая и неорганическая химия

(индекс, наименование дисциплины (модуля), в соответствии с учебным планом)

33.02.01 Фармация

(код, наименование направления подготовки (специальности))

Среднее профессиональное образование

(направленность(и) (профиль (и)/специализация(и))

Фармацевт

(квалификация)

Очная

(форма(ы) обучения)

Год набора – 2019г.

Пермь, 2018 г.

Авторы–составители:

канд. фарм. наук, доц. каф. общей и органической химии _____ Касимова Н.Н
(ученая степень и(или) ученое звание, должность) (наименование кафедры) (подпись) (Ф.И.О.)

Заведующий кафедрой
общей и органической химии д. хим. наук, проф. _____ Гейн В.Л.
(наименование кафедры) (ученая степень и(или) ученое звание) (подпись) (Ф.И.О.)

СОДЕРЖАНИЕ

1.	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы.....	4
2.	Объем и место дисциплины в структуре образовательной программы.....	5
3.	Содержание и структура дисциплины	5
4.	Фонд оценочных средств по дисциплине.....	9
5.	Методические материалы для обучающихся по освоению дисциплины.....	13
6.	Учебная литература и ресурсы информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", для обучающихся по дисциплине.....	13
	6.1. Основная литература.....	13
	6.2. Дополнительная литература.....	13
7.	Материально-техническая база, информационные технологии, программное обеспечение и информационные справочные системы	14

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения программы

1.1 Дисциплина Общая и неорганическая химия обеспечивает овладение следующими компетенциями:

ОК-2 Организовывать собственную деятельность, определять методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ПК 1.1. Организовывать прием, хранение лекарственных средств, лекарственного растительного сырья и товаров аптечного ассортимента в соответствии с требованиями нормативно-правовой базы.

ПК 1.6. Соблюдать правила санитарно-гигиенического режима, охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности.

ПК 2.1. Изготавливать лекарственные формы по рецептам и требованиям учреждений здравоохранения.

ПК 2.2. Изготавливать внутриаптечную заготовку и фасовать лекарственные средства для последующей реализации.

ПК 2.3. Владеть обязательными видами внутриаптечного контроля лекарственных средств.

1.2 В результате освоения дисциплины у студентов должны быть:

– сформированы знания:

периодического закона и характеристики элементов периодической системы Д.И. Менделеева; способов получения неорганических соединений; основ теории протекания химических процессов;

строения и реакционной способности неорганических соединений; теории растворов и способов выражения концентрации растворов; формул лекарственных средств неорганической природы

– сформированы умения:

доказывать с помощью реакций химические свойства веществ неорганической природы, в том числе лекарственных; составлять формулы солей, комплексных соединений и давать им названия;

2 Объем и место дисциплины в структуре ОП ПССЗ

Учебная дисциплина Общая и неорганическая химия относится к профессиональному циклу программы подготовки специалистов среднего звена, изучается в 1 семестре 1 курса, общая трудоемкость дисциплины (108 часов);

– количество академических часов, выделенных на контактную работу с преподавателем – 64ч: из них 16 часов лекций, 48 часов занятий; самостоятельная работа обучающихся – 44 часов;

– форма промежуточной аттестации – **экзамен**.

3 Содержание и структура дисциплины

№ п/п	Наименование тем (разделов),	Объем дисциплины (модуля), час.				СР	Форма текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации
		Всего	Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий				
			Л	ЛЗ	ПЗ		
<i>Очная форма обучения</i>							
<i>Семестр № 1</i>							
Раздел 1	Введение	2				2	
Тема 1	Предмет, задачи и основные законы химии					2	
Раздел 2	Строение вещества	12	2	6		4	
Тема 2	Строение атома и периодический закон.		1	3		2	Т
Тема 3.	Основы теории химической связи.		1	3		2	Т
Раздел 3	Основные закономерности протекания химических процессов	6	1	3		2	
Тема 4	Классификация химических реакций. Скорость реакций и химическое равновесие.		1	3		2	Т
Раздел 4	Классы неорганических соединений	7		3		4	
Тема 5	Классификация, номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений.			3		4	Т
Раздел 5	Учение о растворах	23	5	12		6	
Тема 6	Растворы и их свойства, способы выражения концентрации. Диссоциация. Химическое равновесие в растворах слабых электролитов.		2	6		2	ИПЗ
Тема 7.	Водородный показатель		1	3		2	Т
Тема 8.	Поведение солей в водных растворах (гидролиз). Протолитическое равновесие. Условие образования и растворения осадков.		2	3		2	КР
Раздел 6	Окислительно-восстановительные реакции	7	2	3		2	
Тема 9.	Окислительно-восстановительные реакции.		2	3		2	КР

№ п/п	Наименование тем (разделов),	Объем дисциплины (модуля), час.				СР	Форма текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации	
		Всего	Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий					
			Л	ЛЗ	ПЗ			
Раздел 7.	Химия комплексных соединений	7	2	3		2		
Тема 10.	Химия комплексных соединений		2	3		2	КР	
Раздел 8.	Химия элементов и их соединений	44	4	18		22		
Тема 11.	Химия р-элементов. Галогены		2	3		22	Т	
Тема 12.	Халькогены.			3			Т	
Тема 13.	Элементы VA группы			3			Т	
Тема 14.	Элементы IVA группы. Элементы IIIA группы			3			О	
Тема 15.	Химия s-элементов. Элементы IA и IIA группы.		2	1			О	
Тема 16.	Химия d-элементов. Элементы VIII б группы. Элементы VII б группы			2	2			Т
Тема 17.	Элементы VI б, II б и I б групп.				3			Т
Промежуточная аттестация								экзамен
Всего:		108	16	48		44		

Примечание:

* – формы текущего контроля успеваемости: опрос по индивидуальному практическому заданию (ИПЗ), тестирование (Т), контрольная работа (КР)

Содержание дисциплины

Тема 1. Предмет, задачи и основные законы химии.

Химия как наука о превращениях веществ. Значение химии в медицине, создании, производстве и анализе состава и качества лекарств и медицинских изделий. Понятия атом, элемент, молекула, простое и сложное вещество. Атомная и молекулярная масса. Закон Авогадро.

Тема 2. Строение атома и периодический закон.

Основные положения квантово-механической модели атома: двойственная природа электрона, квантовый характер передачи энергии, принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие волновой функции и атомной орбитали. Квантовые числа. Правила заполнения электронами уровней, подуровней и орбиталей: правило Клечковского, принцип Паули; ряд Клечковского, максимальная емкость энергетических подуровней. Правило Гунда. Возбужденные состояния атомов. Периодический закон в современной формулировке. Коротко- и длиннопериодная форма периодической системы химических элементов. Периоды, группы, подгруппы, валентные конфигурации электронных аналогов.

Причины периодического изменения свойств элементов: заполнение электронных слоев. Изменение радиуса атома и ОЭО элементов в периоде и группе.

Тема 3. Основы теории химической связи

Основные положения метода валентных связей. Ковалентная связь, типы и механизм образования. Свойства ковалентной связи: кратность, насыщенность, полярность, поляризуемость, направленность. Теория гибридизации, типы гибридизации. Относительная электроотрицательность и виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Типы кристаллических решеток и физические свойства веществ.

Тема 4. Классификация химических реакций. Скорость реакций и химическое равновесие.

Классификация химических реакций. Понятие скорости химической реакции. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Кинетическое уравнение, или закон действующих масс для скорости реакции. Константа скорости. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа

Скорость прямой и обратной реакции. Обратимые и необратимые реакции, понятие о химическом равновесии. Закон действующих масс. Константа равновесия химической реакции. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Тема 5. Классификация, номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений.

Классификация неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Генетическая связь. Классификация оксидов: кислотные, основные, амфотерные. Способы получения. Химические свойства. Классификация гидроксидов: основные и амфотерные гидроксиды; кислоты. Способы получения. Химические свойства. Способы классификации солей: нормальные (нейтральные), кислые, основные; растворимые, малорастворимые, труднорастворимые; подверженные гидролизу. Способы получения. Реакции ионного обмена и термического разложения солей. Формулы и номенклатура неорганических соединений.

Тема 6. Растворы и их свойства, способы выражения концентрации. Диссоциация. Химическое равновесие в растворах слабых электролитов.

Виды дисперсных систем. Понятие растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества. Молярная концентрация раствора. Массовый и объемный способ приготовления растворов. Разбавление растворов. Закон эквивалентов. Фактор эквивалентности, молярная концентрация эквивалента. Расчеты по разбавлению растворов. Приготовление раствора с заданной концентрацией из более крепкого раствора. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа. Гемолиз и плазмолиз. Гидратная теория растворов Менделеева. Электролитическая диссоциация. Теория Аррениуса. Современные представления о диссоциации электролитов, вклад Каблукова. Степень диссоциации и константа диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Зависимость степени диссоциации от константы. Факторы, влияющие на смещение равновесия, величину константы и степени диссоциации. Реакции ионного обмена, условие протекания.

Тема 7. Водородный показатель

Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Определение pH с помощью индикаторов. Типы индикаторов, интервалы перехода и окраска.

Тема 8. Поведение солей в водных растворах (гидролиз). Протолитическое равновесие. Условие образования и растворения осадков.

Понятие «гидролиз». Основные случаи гидролиза солей: гидролиз по аниону; по катиону; по катиону и аниону. Степень и константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от свойств слабого электролита, которым образована соль. Смещение равновесия гидролиза. Необратимый гидролиз. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури. Образование и растворение осадков как частные случаи реакций ионного обмена. Растворимость. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков.

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции. Понятие об окислении и восстановлении. Степень окисления, правила ее определения. Окислители. Восстановители. Вещества, обладающие ОВ двойственностью. Сопряженные ОВ пары. Сравнение силы окислителей и восстановителей. Типы ОВР. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса. Электронно-ионный метод (или метод полуреакций). Составление уравнений полуреакций с участием ионов марганца и хрома, серной и азотной кислот. Суммирование уравнений с учетом коэффициентов. Фактор эквивалентности в окислительно-восстановительных реакциях. Молярная масса эквивалента.

Тема 10. Химия комплексных соединений

Строение комплексных соединений (КС). Виды химической связи в КС. Классификация комплексных соединений по заряду комплексного иона, типу лигандов, иону внешней сферы. Номенклатура КС. Составление формул КС различных типов. Основные способы получения КС. Первичная и вторичная диссоциация КС. Константа нестойкости, ее выражение и смысл. Реакции ионного обмена с участием КС.

Тема 11. Химия p-элементов. Галогены

Общая характеристика галогенов. Положение галогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления. Простые вещества. Хлор. Физические свойства, способы получения. Химические свойства. Хлороводород. Хлороводородная кислота, хлориды. Участие в ОВР. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогенид-ионов. Качественные реакции на галогенид-ионы. Кислородные соединения хлора: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты, их сила и окислительная способность. Техника безопасности при работе с кислотами.

Тема 12. Халькогены.

Положение халькогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления. Простые вещества. Лабораторные способы получения кислорода. Водородные соединения халькогенов. Лабораторные способы получения сероводорода, восстановительные свойства, гидролиз сульфидов. Пероксид водорода как окислитель и восстановитель. Оксид серы (IV), сернистая кислота и ее соли (сульфиты). Получение, химические свойства, значение для окружающей среды. Оксид серы (VI). Получение, химические свойства. Концентрированная и разбавленная серная кислота и ее соли (сульфаты), окислительные и протолитические свойства. Техника безопасности. Тиосульфат натрия. Строение, получение и реакции со свободными галогенами.

Тема 13. Элементы VA группы

Общая характеристика p-элементов V группы. Электронные и электронографические формулы, возможные степени окисления. Азот, способы получения, физические и химические свойства. Получение и свойства аммиака. Качественная реакция на катион аммония, термическое разложение солей. Классификация оксидов азота, Реакции с водой и щелочами. Азотная кислота и нитраты, окислительные свойства, техника безопасности и правила хранения, реакции термического разложения нитратов. Азотистая кислота и нитриты, окислительно-восстановительная двойственность, качественная реакция на нитрит. Фосфор, аллотропные модификации. Оксиды. Кислоты. Основность кислот. Структурные формулы. Названия солей. Гидролиз фосфатов. Биологическая роль азота и фосфора, применение соединений в медицине и хозяйстве.

Тема 14. Элементы IVA группы. Элементы IIIA группы

Общая характеристика p-элементов IV группы. Электронные и электронно-графические формулы, степени окисления. Оксиды углерода, их кислотно-основный характер, значение в медицине и экологии. Угольная кислота, карбонаты. Способы устранения временной жесткости. Кремний, оксид кремния (IV), кремниевая кислота, силикаты. Бор –

неметаллический представитель р-элементов III группы. Оксид бора (III), кислоты. Гидролиз солей тетраборной кислоты. Алюминий как металл и восстановитель, реакции с кислотами и щелочами. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты. Гидролиз солей алюминия.

Тема 15. Химия s-элементов. Элементы IA и IIA группы.

Общая характеристика s-элементов. Элементы IA и IIA группы, электронное строение, металлические свойства, реакции с окислителями и водой. Оксиды, гидроксиды, соли. Биологическая роль.

Тема 16. Химия d-элементов. Элементы VIII б группы. Элементы VII б группы

Общая характеристика d-элементов: горизонтальное сходство, переменные СО, сходство и различие с элементами главных подгрупп. Применение в медицине и фармакологии. Характеристика элементов VII Б группы, электронные конфигурации атомов, степени окисления. Кислотно-основные и ОВ свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления. Качественная реакция на соли марганца (II). Характеристика элементов VIIIБ группы, семейства, электронные конфигурации атомов, степени окисления. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа в зависимости от СО. ОВ свойства соединений железа. Качественные реакции на соединения железа (II) и железа (III).

Тема 17. Элементы VI б, II б и I б групп.

Электронные конфигурации и СО элементов VIБ, IIБ и IБ групп. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов VIБ, IIБ и IБ групп. ОВ свойства соединений хрома, меди и серебра. Качественные реакции на ионы элементов. Значение утилизации соединений для охраны окружающей среды.

4 Фонд оценочных средств по дисциплине

4.1. Формы и материалы текущего контроля.

4.1.1. В ходе реализации дисциплины Общая и неорганическая химия используются следующие формы текущего контроля успеваемости обучающихся: тестирование, опрос, контрольная работа, собеседование по ситуационным задачам и устный отчет по индивидуальным практическим заданиям.

4.1.2. Материалы текущего контроля успеваемости.

Пример для **ТЕСТИРОВАНИЯ**:

Билет 1

1. Раствор, содержащий смесь солей CrCl_3 и MgCl_2 , обработали избытком щёлочи, а затем профильтровали. Где будут находиться соединения хрома и магния?

- а) магний – на фильтре, хром – в фильтрате б) оба – в фильтрате
в) хром – на фильтре, магний – в фильтрате г) оба – на фильтре

2. В результате какой реакции происходит обесцвечивание раствора перманганата калия?

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$
в) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ г) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$

3. Какой реактив применяется для проведения качественной реакции на ион Fe^{2+} ?

- а) KCNS б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ г) Na_2S

4. Какая реакция не приводит к растворению осадка:

- а) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}_{(\text{конц.})}$ б) $\text{AgCl} + \text{NH}_3_{(\text{изб.})}$
в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})}$ г) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{NaOH}_{(\text{конц.})}$

Шкала оценивания:

ТЕСТ

дифференцированная оценка:

- 90 -100 % баллов – оценка «отлично»,
- 75 - 89 % баллов – оценка «хорошо»,
- 60- 74 % баллов – оценка «удовлетворительно»,
- 0 – 59 % баллов – оценка «неудовлетворительно».

Пример для **КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ:**

Билет 1

Напишите уравнения гидролиза сульфата цинка по всем возможным ступеням в сокращенном ионном и полном молекулярном виде. Как изменится степень гидролиза при:

- а) подкислению*
- б) добавлению карбоната калия?*

Шкала оценивания:

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

- оценка «отлично» — выставляется обучающемуся, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания вопросов контрольной работы и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач, свободное и правильное обоснование принятых решений;

- оценка «хорошо» — выставляется обучающемуся, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но допускает в ответе или в решении задач некоторые неточности, которые может устранить с помощью дополнительных вопросов преподавателя.

- оценка «удовлетворительно» — выставляется обучающемуся, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, недостаточно правильные формулировки базовых понятий, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, но при этом он владеет основными понятиями выносимых на контрольную работу тем, необходимыми для дальнейшего обучения и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации.

- оценка «неудовлетворительно» — выставляется обучающемуся, который не знает большей части основного содержания выносимых на контрольную работу вопросов тем дисциплины, допускает грубые ошибки в формулировках основных понятий и не умеет использовать полученные знания при решении типовых практических задач.

Пример для **ИНДИВИДУАЛЬНОГО ПРАКТИЧЕСКОГО ЗАДАНИЯ:**

Практическое задание № 1 по приготовлению растворов.

1. Приготовить 100 г раствора с массовой долей $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ 2%.
Исходная соль $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.
2. Измерить плотность приготовленного раствора.
3. Рассчитать молярную концентрацию этого раствора.
4. Какой объем исходного раствора необходимо взять для приготовления 50 мл раствора с молярной концентрацией 0,05 моль/л?

Шкала оценивания:

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАДАНИЕ

- оценка «отлично» - присутствуют верные ответы на все поставленные вопросы;
- оценка «хорошо» - присутствуют верные ответы на большинство поставленных вопросов (>60%);
- оценка «удовлетворительно» - присутствует верный ответ на меньшинство поставленных вопросов (<60%);

- оценка «неудовлетворительно» - отсутствуют ответы на все вопросы, либо ответы на вопросы не верны.

4.2. Формы и материалы промежуточной аттестации.

4.2.1. Промежуточная аттестация проводится в форме **экзамена**.

4.2.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации.

Пример **ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА ДЛЯ УСТНОГО ОТВЕТА** с подготовкой:

Билет 3

1. Периодический закон и периодическая система (ПС) Д.И. Менделеева. Их современное объяснение. Классификация элементов ПС по заполняемости электронных оболочек (s,p,d,f - элементы), их положение в ПС и различие в химических свойствах.

2. Ортофосфорная кислота: ступенчатая диссоциация, фосфаты и гидрофосфаты, их гидролиз.

3. Массовая доля дихромата калия в растворе равна 2%. Определите его молярную концентрацию, если плотность раствора 1,01 г/мл.

Шкала оценивания.

Обучающийся получил верный ответ при решении задачи, продемонстрировал знание теоретического материала, навыки составления уравнений и использования номенклатуры неорганических веществ – **оценка отлично**.

Допускает 1-2 неточности в наименованиях соединений, 1-2 арифметические ошибки в решении задачи, неправильно уравнил/не уравнил реакцию, 1-2 ошибки в теоретическом материале (например, неверно сформулировал периодический закон, перепутал положение f-элементов в периодической системе) при верных ответах на уточняющие вопросы – **оценка хорошо**.

Использовал неверный подход и не справился с решением задачи, допускает более 2 неточностей в наименованиях соединений, неправильно уравнил/не уравнил реакцию, более 2 ошибок в теоретическом материале при частично верных ответах на уточняющие вопросы;

либо: полностью верно решил задачу, но совсем не ответил на один из теоретических вопросов, допускает более 2 неточностей в наименованиях соединений, (также: неправильно уравнил/не уравнил реакцию, и/или более 2 ошибок в теоретическом материале при частично верных ответах на уточняющие вопросы) по второму теоретическому вопросу – **оценка удовлетворительно**.

Не ответил на 2 из трех вопросов билета, либо ответил на два вопроса (или вопрос и задачу), но допускает многочисленные неточности в теоретическом материале при неудовлетворительных ответах на уточняющие вопросы и/или многочисленные ошибки при решении задачи – **оценка неудовлетворительно**

Пример **ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ:**

БИЛЕТ №

1. Число атомов кислорода в сульфате меди ($M=160$ г/моль) массой 16 г

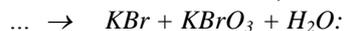
- равно:
- а) $3,01 \cdot 10^{23}$; б) $1,204 \cdot 10^{23}$; в) $2,408 \cdot 10^{23}$; г) $6,02 \cdot 10^{23}$.
2. Какой уровень и подуровень заполняется электронами после $4s$?
- а) $4f$; б) $3d$; в) $4p$; г) $4d$.
3. Какой атом может переходить в возбужденное состояние?
- а) F; б) N; в) Ar; г) S.
4. Элемент с порядковым номером 115 – это электронный аналог:
- а) азота; б) углерода; в) хрома; г) ванадия.
5. Валентная конфигурация атома – $5s^2 5p^3$. Он находится в:
- а) 5 пер., III A гр.; б) 5 пер., V Б гр.;
в) 5 пер., VA гр.; г) 5 пер., II Б гр.
6. С какой частицей гидрид-ион может образовать химическую связь по донорно-акцепторному механизму?
- а) NH_3 ; б) CH_4 ; в) BH_3 ; г) H_2 .
7. Какую форму имеет молекула хлорида фосфора (III), если: тип гибридизации атома фосфора sp^3 ; в гибридизации участвуют три одноэлектронных орбитали и одна неподеленная электронная пара.
- а) треугольную; б) пирамидальную;
в) угловую; г) тетраэдрическую.
8. Среднее значение скорости гомогенной реакции $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = 2NOCl_{(г)}$ равно 0,8 моль/л·мин при концентрации оксида азота (II) 0,4 моль/л и концентрации хлора 0,2 моль/л. Вычислить константу скорости химической реакции
- а) 1; б) 10; в) 25; г) в 2.
9. Температурный коэффициент реакции окисления лекарства равен 2. При температуре $65^\circ C$ срок хранения составил 2,5 месяца. Рассчитайте срок его хранения при комнатной температуре $25^\circ C$.
- а) 3 года 4 мес.; б) 4 года; в) 10 мес.; г) 1 год 8 мес.
10. Реакция, в которой повышение давления и понижение температуры вызовут смещение равновесия в одну сторону, – это:
- а) $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)} + H_{2(г)} + Q$;
б) $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} \leftrightarrow 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)} + Q$;
в) $6HF_{(г)} + N_{2(г)} \leftrightarrow 2NF_{3(г)} + 3H_{2(г)} - Q$;
г) $CuCl_{2(к)} + H_2O_{(г)} \leftrightarrow CuO_{(к)} + 2HCl_{(г)} - Q$;
11. Какова молярная концентрация раствора, в 400 мл которого содержится 3,32 г йодида калия ($M=166$ г/моль)?
- а) 0,1 моль/л; б) 0,025 моль/л; в) 0,5 моль/л; г) 0,05 моль/л.
12. Растворы нижеприведенных веществ имеют одинаковую молярную концентрацию и температуру. Расположите эти растворы в порядке уменьшения осмотического давления:
- а) бутанол – сернистая кислота – карбонат аммония;
б) сернистая кислота – бутанол – карбонат аммония;
в) карбонат аммония – сернистая кислота – бутанол.
г) бутанол – карбонат аммония – сернистая кислота.
13. В каком ряду электролитов равной концентрации происходит уменьшение pH растворов?
- а) $NaOH - HNO_3 - HNO_2$; б) $NaOH - HNO_2 - HNO_3$;
в) $HNO_3 - HNO_2 - NaOH$; г) $HNO_2 - HNO_3 - NaOH$.
14. Чему равен pH раствора, если концентрация катионов водорода 0,01 моль/л?
- а) 12; б) 11; в) 2; г) 10.
15. В растворе какой соли лакмус окрашен в розовый цвет, а фенолфталеин бесцветен?
- а) Na_2S ; б) $KHSO_3$; в) $FeCl_3$; г) $Ba(NO_3)_2$.
16. Хлорид хрома гидролизуеться полностью при:
- а) добавлении Na_2S ; б) добавлении HCl ;
в) нагревании раствора; г) добавлении $CrCl_3$.
17. Какая частица проявляет окислительно-восстановительную двойственность?
- а) PO_4^{3-} ; б) Ca_3P_2 ; в) PH_3 ; г) $[H_2PO_2]^-$.
18. Наиболее сильный восстановитель – это:

а) N_2 , $E^0(NO_3^-/N_2) = 1,24$ В; б) NO , $E^0(NO_3^-/NO) = 0,96$ В; в) NO_2 , $E^0(NO_3^-/NO_2) = 0,87$ В; г) NH_4^+ , $E^0(NO_3^-/NH_4^+) = 0,80$ В.

19. Какая реакция приведет к разрушению комплексного иона?

- а) $[Cd(CN)_4]^{2-} + S^{2-} \rightarrow CdS \downarrow + 4CN^-$;
 б) $[Cd(CN)_4]^{2-} + 2OH^- \rightarrow Cd(OH)_2 \downarrow + 4CN^-$;
 в) $[Cd(CN)_4]^{2-} + CO_3^{2-} \rightarrow CdCO_3 \downarrow + 4CN^-$;
 г) $[Cd(CN)_4]^{2-} + 2NO_3^- \rightarrow Cd(NO_3)_{2(p)} \downarrow + 4CN^-$;

20. Установите исходные вещества в схеме реакции



- а) $Br_2 + KOH$; б) $KBrO_2 + HBr$;
 в) $KBrO_2 + Br_2 + HBr$; г) $HBr + KBrO_4$.

21. Укажите группу, в которой присутствуют иодат-, иодит-, иодид-ионы:

- а) IO_4^- , IO_2^- , I^- ; б) IO_3^- , IO_2^- , I^- ;
 в) IO^- , IO_3^- , I^- ; г) IO_4^- , IO^- , I^- .

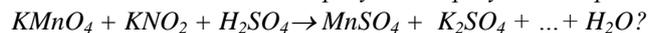
22. В какой схеме одним из продуктов реакции будет сера?

- а) $SO_3 + H_2SO_4$; б) $Na_2S_2O_3 + HCl$;
 в) $Na_2SO_{3me.} + H_2SO_4(70\% \text{ p-p})$; г) $H_2SO_3 + SO_3$.

23. В какой схеме одним из продуктов будет тетраионат натрия – $Na_2S_4O_6$?

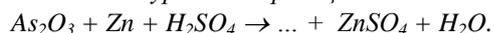
- а) $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4$; б) $Na_2S_2O_3 + AgCl$;
 в) $Na_2S_2O_3 + I_2$; г) $Na_2S_2O_3 + Cl_2$.

24. Какое соединение азота образуется в результате реакции



- а) KNO_3 ; б) HNO_2 ; в) NO ; г) NH_4NO_3 .

25. Вставьте в уравнение реакции недостающий продукт:



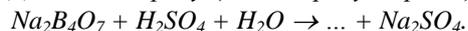
- а) H_3AsO_4 ; б) H_3AsO_3 ; в) AsH_3 ; г) $HAsO_3$.

26. В реакции $MnSO_4 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow \dots$

коэффициент при окислителе:

- а) 9; б) 7; в) 6; г) 5.

27. Допишите пропущенный продукт реакции:



- а) B_2H_6 ; б) $H_2B_4O_7$; в) HBO_2 ; г) H_3BO_3 .

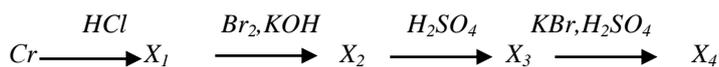
28. Какая реакция не протекает?

- а) $CuO + H_2O \rightarrow$ б) $Fe_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 в) $Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$ г) $CuO + H_2SO_4 \rightarrow$

29. Приведенному ряду кислот – $H_2CrO_4 - H_3CrO_3 - H_2Cr_2O_7 - HCrO_2$ – соответствует ряд названий:

- а) хромовая
 ортохромистая
 дихромистая
 метахромистая
 в) метахромистая
 хромовая
 дихромовая
 ортохромистая
 б) хромовая
 ортохромистая
 дихромовая
 метахромистая
 г) ортохромистая
 метахромистая
 дихромистая
 хромовая

30. Конечным продуктом в цепочке превращений



является:

- а) $CrBr_3$; б) K_3CrO_3 ; в) $Cr_2(SO_4)_3$; г) $KCrO_2$.

Шкала оценивания.

0-17 баллов – оценка неудовлетворительно

18 - 21 – оценка удовлетворительно

22-26 – оценка хорошо

5 Методические указания по освоению дисциплины

По каждому разделу учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» используются раздаточные материалы, методические рекомендации для обучающихся и методические указания для преподавателей.

6 Учебная литература и ресурсы информационно-телекоммуникационной сети "Интернет" для обучающихся по дисциплине

6.1. Основная литература.

1. Бабков, А. В. Общая, неорганическая и органическая химия / Бабков А. В. , Попков В. А. - Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 576 с. - ISBN 978-5-9704-2978-5. - Текст : электронный // ЭБС "Консультант студента" : [сайт]. - URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429785.html>. - Режим доступа : по паролю.

2. Бабков, А. В. Общая и неорганическая химия : учебник / А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков - Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 384 с. - ISBN 978-5-9704-2923-5. - Текст : электронный // ЭБС "Консультант студента" : [сайт]. - URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429235.html>. - Режим доступа : по паролю

6.2. Дополнительная литература.

1. Тесты по общей и неорганической химии для самоконтроля и подготовки к экзамену для студентов 1-го курса [Текст] / Пермская государственная фармацевтическая академия, Кафедра общей и органической химии ; сост. А.Г. Михайловский [и др.] . - Пермь : Издание Пермской фармацевтической академии, 2015. - 54 с.

7 Материально-техническая база, информационные технологии, программное обеспечение и информационные справочные системы

Практические занятия обучающихся проходят в лаборатории общей и неорганической химии.

Лаборатория оснащена вытяжными шкафами, достаточным количеством химической посуды, оборудования и реактивов для индивидуальной лабораторной работы каждого студента (пробирки, колбы, мерные цилиндры, пипетки, стеклянные палочки, весы, разновес, электрические плитки, спиртовки, лабораторные штативы, штанглазы с растворами и кристаллическими реактивами).

Для чтения лекций с презентацией используется мультимедийный комплекс (ноутбук, проектор, экран); имеются наборы таблиц по всем разделам дисциплины, ситуационные задачи, тестовые задания по изучаемым темам, доска.